

BAUWESEN

DIN

STUDIUM



Begründet von Otto Henning und  
Dietbert Knöfel

Weitergeführt von Dietmar Stephan

# Baustoffchemie

**Eine Einführung für Bauingenieure  
und Architekten**

7., vollständig überarbeitete Auflage

Beuth

<h2 style="text-align: center;">Periodensystem der Elemente</h2> <h3 style="text-align: center;">mit relativen Atommassen der Elemente</h3> <h3 style="text-align: center;">und relativen Molekularmassen ihrer Oxide</h3>																					
<b>1</b> <b>Wasserstoff</b> <i>H</i> 1,00797 H <sub>2</sub> O 18,015									<b>2</b> <b>Helium</b> <i>He</i> 4,0026												
<b>3</b> <b>Lithium</b> <i>Li</i> 6,941 Li <sub>2</sub> O 29,877	<b>4</b> <b>Beryllium</b> <i>Be</i> 9,0122 BeO 25,012									<b>5</b> <b>Bor</b> <i>B</i> 10,811 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 69,620	<b>6</b> <b>Kohlenstoff</b> <i>C</i> 12,01115 CO 28,011 CO <sub>2</sub> 44,010	<b>7</b> <b>Stickstoff</b> <i>N</i> 14,0067 NO 30,006 NO <sub>2</sub> 44,006 N <sub>2</sub> O 44,013 N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 108,010	<b>8</b> <b>Sauerstoff</b> <i>O</i> 15,9994 O <sub>2</sub> 31,9988	<b>9</b> <b>Fluor</b> <i>F</i> 18,9984 F <sub>2</sub> 37,997	<b>10</b> <b>Neon</b> <i>Ne</i> 20,179						
<b>11</b> <b>Natrium</b> <i>Na</i> 22,9898 Na <sub>2</sub> O 61,979	<b>12</b> <b>Magnesium</b> <i>Mg</i> 24,305 MgO 40,311									<b>13</b> <b>Aluminium</b> <i>Al</i> 26,9815 Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 101,961	<b>14</b> <b>Silizium</b> <i>Si</i> 28,086 SiO <sub>2</sub> 60,085	<b>15</b> <b>Phosphor</b> <i>P</i> 30,9738 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 141,945	<b>16</b> <b>Schwefel</b> <i>S</i> 32,064 SO <sub>2</sub> 64,063 SO <sub>3</sub> 80,062	<b>17</b> <b>Chlor</b> <i>Cl</i> 35,453 Cl <sub>2</sub> 70,906	<b>18</b> <b>Argon</b> <i>Ar</i> 39,948						
<b>19</b> <b>Kalium</b> <i>K</i> 39,102 K <sub>2</sub> O 94,203	<b>20</b> <b>Kalzium</b> <i>Ca</i> 40,08 CaO 56,08	<b>21</b> <b>Scandium</b> <i>Sc</i> 44,956 Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 137,910	<b>22</b> <b>Titan</b> <i>Ti</i> 47,90 TiO <sub>2</sub> 79,90	<b>23</b> <b>Vanadium</b> <i>V</i> 50,942 VO 66,941 V <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 149,882 V <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 165,882 V <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 181,881	<b>24</b> <b>Chrom</b> <i>Cr</i> 51,996 Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 151,990 CrO <sub>3</sub> 99,994	<b>25</b> <b>Mangan</b> <i>Mn</i> 54,9380 MnO 70,937 MnO <sub>2</sub> 86,937 Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 157,874	<b>26</b> <b>Eisen</b> <i>Fe</i> 55,847 FeO 71,846 Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 159,692 Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> 231,538	<b>27</b> <b>Kobalt</b> <i>Co</i> 58,9332 CoO 74,932 Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 165,864 Co <sub>3</sub> O <sub>4</sub> 240,796	<b>28</b> <b>Nickel</b> <i>Ni</i> 58,71 NiO 74,71 Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 165,42	<b>29</b> <b>Kupfer</b> <i>Cu</i> 63,546 CuO 79,54 Cu <sub>2</sub> O 143,08	<b>30</b> <b>Zink</b> <i>Zn</i> 65,37 ZnO 81,37	<b>31</b> <b>Gallium</b> <i>Ga</i> 69,72 Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 187,44	<b>32</b> <b>Germanium</b> <i>Ge</i> 72,59 GeO <sub>2</sub> 104,59	<b>33</b> <b>Arsen</b> <i>As</i> 74,9216 As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 197,841 As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 299,840	<b>34</b> <b>Selen</b> <i>Se</i> 78,96 SeO <sub>2</sub> 110,96 SeO <sub>3</sub> 126,96	<b>35</b> <b>Brom</b> <i>Br</i> 79,904 BrO <sub>2</sub> 111,91 Br <sub>2</sub> O 175,82	<b>36</b> <b>Krypton</b> <i>Kr</i> 83,80				
<b>37</b> <b>Rubidium</b> <i>Rb</i> 85,4678 Rb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 186,94	<b>38</b> <b>Strontium</b> <i>Sr</i> 87,62 SrO 103,62	<b>39</b> <b>Yttrium</b> <i>Y</i> 88,905 Y <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 225,81	<b>40</b> <b>Zirkon</b> <i>Zr</i> 91,22 ZrO <sub>2</sub> 123,22	<b>41</b> <b>Niob</b> <i>Nb</i> 92,906 Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 265,809	<b>42</b> <b>Molybdän</b> <i>Mo</i> 95,94 MoO <sub>2</sub> 127,94 MoO <sub>3</sub> 143,94 Mo <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 239,88	<b>43</b> <b>Technetium</b> <i>Tc</i> 99	<b>44</b> <b>Ruthenium</b> <i>Ru</i> 101,07 RuO 117,07 RuO <sub>2</sub> 133,07 RuO <sub>3</sub> 149,07 RuO <sub>4</sub> 165,07 Ru <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 250,14	<b>45</b> <b>Rhodium</b> <i>Rh</i> 102,905 RhO 118,904 RhO <sub>2</sub> 134,904 Rh <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 253,808	<b>46</b> <b>Palladium</b> <i>Pd</i> 106,4 PdO 122,4 Pd <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 138,4	<b>47</b> <b>Silber</b> <i>Ag</i> 107,868 Ag <sub>2</sub> O 231,739	<b>48</b> <b>Kadmium</b> <i>Cd</i> 112,40 CdO 128,40	<b>49</b> <b>Indium</b> <i>In</i> 114,82 In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 277,64	<b>50</b> <b>Zinn</b> <i>Sn</i> 118,69 SnO 134,69 SnO <sub>2</sub> 150,6888	<b>51</b> <b>Antimon</b> <i>Sb</i> 121,75 Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 291,50 Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 323,50	<b>52</b> <b>Tellur</b> <i>Te</i> 127,60 TeO <sub>2</sub> 159,60 TeO <sub>3</sub> 175,60	<b>53</b> <b>Jod</b> <i>I</i> 126,9044 J <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 333,806	<b>54</b> <b>Xenon</b> <i>Xe</i> 131,30				
<b>55</b> <b>Zäsium</b> <i>Cs</i> 132,905 Cs <sub>2</sub> O 281,805	<b>56</b> <b>Barium</b> <i>Ba</i> 137,34 BaO 153,34	<b>57</b> <b>Lanthan</b> <i>La</i> 138,91 La <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 325,82	<b>72</b> <b>Hafnium</b> <i>Hf</i> 178,49 HfO <sub>2</sub> 210,49	<b>73</b> <b>Tantal</b> <i>Ta</i> 180,948 Ta <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 441,893	<b>74</b> <b>Wolfram</b> <i>W</i> 183,85 WO <sub>2</sub> 215,85 WO <sub>3</sub> 231,85 W <sub>6</sub> O <sub>11</sub> 911,39	<b>75</b> <b>Rhenium</b> <i>Re</i> 186,2 ReO <sub>2</sub> 218,2 ReO <sub>3</sub> 234,2 Re <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 420,4 Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub> 484,2	<b>76</b> <b>Osmium</b> <i>Os</i> 180,2 OsO <sub>2</sub> 206,2 OsO <sub>3</sub> 222,2 OsO <sub>4</sub> 254,2 Os <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 428,4	<b>77</b> <b>Iridium</b> <i>Ir</i> 192,2 IrO <sub>2</sub> 224,2 Ir <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 432,4	<b>78</b> <b>Platin</b> <i>Pt</i> 195,09 PtO 211,09 PtO <sub>2</sub> 227,09	<b>79</b> <b>Gold</b> <i>Au</i> 196,9665 Au <sub>2</sub> O 409,933 Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 441,932	<b>80</b> <b>Quecksilber</b> <i>Hg</i> 200,59 HgO 216,59 Hg <sub>2</sub> O 417,18	<b>81</b> <b>Thalium</b> <i>Tl</i> 204,37 Tl <sub>2</sub> O 424,74 Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 456,74	<b>82</b> <b>Blei</b> <i>Pb</i> 207,19 PbO 233,19 PbO <sub>2</sub> 239,19 Pb <sub>2</sub> O 430,38 Pb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 462,38 Pb <sub>3</sub> O <sub>4</sub> 685,57	<b>83</b> <b>Wismut</b> <i>Bi</i> 208,9806 Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 465,958	<b>84</b> <b>Polonium</b> <i>Po</i> 210 PoO <sub>2</sub> 242,05	<b>85</b> <b>Astat</b> <i>At</i> 210	<b>86</b> <b>Radon</b> <i>Rn</i> 222				
<b>87</b> <b>Franzium</b> <i>Fr</i> 223	<b>88</b> <b>Radium</b> <i>Ra</i> 226	<b>89</b> <b>Aktinium</b> <i>Ac</i> 227 Ac <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 502	<b>104</b> <b>Kurtschatorium</b> <i>Ku</i> 260	<b>Lanthaniden</b> <b>58</b> <b>Zer</b> <i>Ce</i> 140,12 CeO <sub>2</sub> 172,12 Ce <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 328,24						<b>59</b> <b>Praseodym</b> <i>Pr</i> 140,907 PrO <sub>2</sub> 172,906 Pr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 329,812 Pr <sub>6</sub> O <sub>11</sub> 1021,435	<b>60</b> <b>Neodym</b> <i>Nd</i> 144,24 Nd <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 336,48	<b>61</b> <b>Promethium</b> <i>Pm</i> 145	<b>Aktiniden</b> <b>90</b> <b>Thorium</b> <i>Th</i> 232,038 ThO <sub>2</sub> 264,037						<b>91</b> <b>Protaktinium</b> <i>Pa</i> 231 PaO <sub>2</sub> 263,10 Pa <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 542,20	<b>92</b> <b>Uran</b> <i>U</i> 238,03 UO 254,03 UO <sub>2</sub> 270,03 UO <sub>3</sub> 286,03 U <sub>2</sub> O <sub>5</sub> 556,03 U <sub>3</sub> O <sub>7</sub> 826,09 U <sub>3</sub> O <sub>8</sub> 842,09	<b>93</b> <b>Neptunium</b> <i>Np</i> 237 NpO <sub>2</sub> 269,00 Np <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 839,00
				<b>62</b> <b>Samarium</b> <i>Sm</i> 150,35 Sm <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 348,70	<b>63</b> <b>Europium</b> <i>Eu</i> 151,96 Eu <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 351,92	<b>64</b> <b>Gadolinium</b> <i>Gd</i> 157,25 Gd <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 362,50	<b>65</b> <b>Terbium</b> <i>Tb</i> 158,925 Tb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 365,846 Tb <sub>4</sub> O <sub>7</sub> 747,692	<b>66</b> <b>Dysprosium</b> <i>Dy</i> 162,50 Dy <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 373,00	<b>67</b> <b>Holmium</b> <i>Ho</i> 164,930 Ho <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 377,858	<b>68</b> <b>Erbium</b> <i>Er</i> 167,26 Er <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 382,52	<b>69</b> <b>Thulium</b> <i>Tm</i> 168,934 Tm <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 385,866	<b>70</b> <b>Ytterbium</b> <i>Yb</i> 173,04 Yb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 394,08	<b>71</b> <b>Lutetium</b> <i>Lu</i> 174,97 Lu <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 397,94								
				<b>94</b> <b>Plutonium</b> <i>Pu</i> 242 PuO <sub>3</sub> 274,00	<b>95</b> <b>Amerizium</b> <i>Am</i> 243 Am <sub>2</sub> O <sub>3</sub> 534,26 AmO <sub>2</sub> 275,13	<b>96</b> <b>Curium</b> <i>Cm</i> 243 CmO <sub>3</sub> = 277 Cm <sub>2</sub> O <sub>3</sub> = 538	<b>97</b> <b>Berkelium</b> <i>Bk</i> 249	<b>98</b> <b>Kalifornium</b> <i>Cf</i> 249 Cf <sub>2</sub> O <sub>3</sub> = 549	<b>99</b> <b>Einsteinium</b> <i>Es</i> 254	<b>100</b> <b>Fermium</b> <i>Fm</i> 255	<b>101</b> <b>Mendelevium</b> <i>Md</i> 256	<b>102</b> <b>Nobelium</b> <i>No</i> 254	<b>103</b> <b>Lawrencium</b> <i>Lr</i> 257								







Begründet von Otto Henning, Dietbert Knöfel  
Weitergeführt von Dietmar Stephan

## **Baustoffchemie**

Eine Einführung für Bauingenieure  
und Architekten

7., vollständig überarbeitete Auflage 2014

Herausgeber:  
DIN Deutsches Institut für Normung e. V.

Beuth Verlag GmbH · Berlin · Wien · Zürich

**© 2014 Beuth Verlag GmbH**  
**Berlin · Wien · Zürich**  
Am DIN-Platz  
Burggrafenstraße 6  
10787 Berlin

Telefon: +49 30 2601-0  
Telefax: +49 30 2601-1260  
Internet: [www.beuth.de](http://www.beuth.de)  
E-Mail: [info@beuth.de](mailto:info@beuth.de)

Das Werk einschließlich aller seiner Teile ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung außerhalb der Grenzen des Urheberrechts ist ohne schriftliche Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Das gilt insbesondere für Vervielfältigungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen und die Einspeicherung in elektronischen Systemen.

Die im Werk enthaltenen Inhalte wurden vom Verfasser und Verlag sorgfältig erarbeitet und geprüft. Eine Gewährleistung für die Richtigkeit des Inhalts wird gleichwohl nicht übernommen. Der Verlag haftet nur für Schäden, die auf Vorsatz oder grobe Fahrlässigkeit seitens des Verlages zurückzuführen sind. Im Übrigen ist die Haftung ausgeschlossen.

Titelbild: Autoren  
Satz: B & B Fachübersetzer-gesellschaft mbH, Berlin  
Druck: M. P. Media-Print Informationstechnologie GmbH, Paderborn  
Gedruckt auf säurefreiem, alterungsbeständigem Papier nach DIN EN ISO 9706.

ISBN 978-3-410-22481-5  
ISBN (E-Book) 978-3-410-22482-2

## Autorenporträt

### Dietmar Stephan

Prof. Dr. rer. nat., Jahrgang 1968

Nach dem Studium der Chemie folgte die Promotion im Bereich der Zementchemie in der Arbeitsgruppe von Prof. Dr. Dietbert Knöfel an der Universität Siegen. Im Anschluss mehrjährige Tätigkeit im Bereich Forschung und Entwicklung in der Zementindustrie und ab 2001 Beschäftigung als Habilitand am Lehrstuhl für Bauchemie der Technischen Universität München. Ab 2006 Leiter der Abteilung Anorganische Bindemittel und Smart Materials und des chemisch-physikalischen Labors des Fachgebietes Werkstoffe des Bauwesens und Bauchemie an der Universität Kassel. Im Jahre 2010 Habilitation zum Thema Nanomaterialien im Bauwesen. Seit 2011 Leiter des Fachgebietes Baustoffe und Bauchemie des Instituts für Bauingenieurwesen der Technischen Universität Berlin. Forschung und Lehrtätigkeit auf den Gebieten der anorganischen Bindemittel, bauchemischer Zusatzmittel, multifunktionaler Baustoffe, der Analytik im Bauwesen sowie der Interaktion zwischen Baustoffen und der Umwelt.



### Otto Henning

Prof. Dr. rer. nat. habil., Jahrgang 1927

Nach dem Chemiestudium an der Friedrich-Schiller-Universität Jena mehrjährige Tätigkeit in der Praxis. 1963 mit der Leitung des Instituts für Chemie und Mineralogie der Hochschule für Architektur und Bauwesen (HAB) Weimar beauftragt. 1966 Habilitation (Thema: Bildung, Struktur und Hydratation der Tonerdezemente). 1968–1992 Leiter des Wissenschaftsbereichs Chemie der HAB Weimar. Danach Gutachter und Beratertätigkeit.

Autor mehrerer Bücher und zahlreicher Fachaufsätze zu praktischen und theoretischen Fragen der Baustoffchemie. Hauptarbeitsgebiet: Verfestigungs- und Hydrationsprozesse von Bindebaustoffen, Betonzusatzmittel, Bodenmörtel.



### Dietbert Knöfel

Prof. Dr. rer. nat. habil., Jahrgang 1936

Nach dem Studium der Naturwissenschaften (Mineralogie, Chemie, Geologie) mehrjährige Tätigkeit als Abteilungsleiter in der Baustoffindustrie; Hauptarbeitsgebiete: Zementforschung und -beratung. 1969–2001 an der Universität Siegen, ab 1980 Leiter des Laboratoriums für Bau- und Werkstoffchemie. Leiter bzw. Mitglied mehrerer Arbeitskreise, Sachverständiger für Bauchemie (Baustoffe, Korrosion, Bautenschutz).

Autor mehrerer Bücher (z. T. in Übersetzung erschienen), sowie zahlreicher Fachaufsätze, insbesondere auf den Gebieten Baustoffangriff und -schutz sowie Zement.





# Inhalt

<b>1</b>	<b>Allgemeine Grundlagen für die Baustoffchemie</b> ..... 1	<b>3</b>	<b>Chemie der metallischen Baustoffe</b> ..... 53
1.1	Stoffe..... 2	3.1	Eisen und Stahl..... 53
1.2	Atombau und chemische Bindung..... 2	3.2	Nichteisenmetalle..... 57
1.2.1	Bau der Atome..... 2	3.3	Grundlagen der Elektrochemie ..... 58
1.2.2	Periodensystem der Elemente..... 5	3.3.1	Elektrolytische Dissoziation und Elektrolyse..... 58
1.2.3	Bindungsarten und Wertigkeiten..... 7	3.3.2	Elektrische Leitfähigkeit..... 60
1.2.4	Festigkeit chemischer Bindungen ..... 13	3.3.3	Elektrochemische Potenziale und Spannungsreihen ..... 61
1.3	Zustand der Stoffe..... 13	3.4	Metallkorrosion ..... 64
1.3.1	Gasförmiger und flüssiger Zustand ..... 13	3.4.1	Chemische Korrosion von Metallen..... 65
1.3.2	Fester Zustand ..... 14	3.4.2	Elektrochemische Korrosion von Metallen ..... 69
1.3.3	Phasengleichgewichte..... 20	3.4.2.1	Grundlagen..... 69
1.3.4	Mischphasengleichgewichte..... 21	3.4.2.2	Metallkorrosion an der Atmosphäre..... 71
1.4	Chemisches Reaktionsverhalten ..... 24	3.4.2.3	Metallkorrosion im Boden ..... 78
1.4.1	Arten chemischer Reaktionen ..... 24	3.4.3	Galvanische Korrosion und Spannungskorrosion..... 81
1.4.1.1	Säure-Base-Reaktionen ..... 24	3.5	Korrosionsschutz ..... 81
1.4.1.2	Redoxreaktionen ..... 26	3.5.1	Aktiver Korrosionsschutz..... 82
1.4.1.3	Weitere Einteilungen chemischer Reaktionen..... 26	3.5.2	Passiver Korrosionsschutz ..... 83
1.4.2	Stöchiometrie chemischer Reaktionen..... 27	<b>4</b>	<b>Chemie der nichtmetallisch-anorganischen Baustoffe</b> ..... 87
1.4.3	Konzentrationsangaben..... 29	4.1	Grundlagen der Chemie der Silikate und Aluminate ..... 87
1.4.4	Chemische Gleichgewichte ..... 32	4.1.1	Siliciumdioxid..... 87
1.4.5	Geschwindigkeit chemischer Reaktionen..... 33	4.1.2	Kieselsäuren und Silikate..... 88
<b>2</b>	<b>Chemie des Wassers</b> ..... 35	4.1.3	Aluminiumoxide und -hydroxide ..... 95
2.1	Struktur des Wassers ..... 35	4.1.4	Aluminiumsalze und Aluminate ..... 96
2.2	Bildung des Wassers ..... 36	4.2	Chemie der Gesteinsbaustoffe..... 97
2.3	Wasser in Natur und Technik..... 37	4.2.1	Festgesteine ..... 98
2.4	Härte des Wassers..... 37	4.2.2	Lockergesteine ..... 100
2.5	Dissoziation und pH-Wert ..... 38	4.3	Chemie der anorganischen Bindemittel..... 101
2.6	Dampfdruck von Wasser und Lösungen ..... 43	4.3.1	Verfestigungsprozesse..... 101
2.7	Oberflächenspannung von Wasser und Lösungen ..... 44	4.3.2	Portlandzement ..... 103
2.8	Hydratation und Lösung..... 46	4.3.2.1	Bildung und Zusammensetzung von Portlandzement ..... 104
2.9	Disperse Systeme..... 47	4.3.2.2	Hydratation von Portlandzement ..... 110
		4.3.2.3	Betonzusatzmittel..... 118

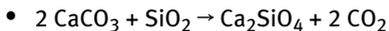
4.3.3	Zemente mit Zusatzstoffen (CEM II und CEM III) .....	119	5.4	Chemie der Kunststoffe.....	170
4.3.4	Tonerdezemente .....	123	5.4.1	Einteilung der Kunststoffe.....	172
4.3.5	Kalke .....	124	5.4.2	Herstellung, Zusammensetzung und Anwendung .....	172
4.3.6	Kalksandsteine .....	128	5.4.3	Beständigkeit der Kunststoffe .....	177
4.3.7	Gips und Anhydrit .....	128	5.5	Chemie der siliciumorganischen Baustoffe .....	179
4.3.8	Magnesiabinder.....	132	5.6	Chemie der Beschichtungsstoffe, Klebstoffe und Kitte .....	181
4.3.9	Wasserglasbinder .....	133	5.6.1	Zusammensetzung und Aufgaben .....	181
4.3.10	Phosphatbinder .....	133	5.6.2	Härtung.....	183
4.4	Chemie der keramischen Baustoffe ....	134	5.6.3	Haftung .....	184
4.5	Chemie der Baugläser .....	137	<b>6</b>	<b>Bearbeitung baustoffchemischer Aufgaben .....</b>	<b>187</b>
4.6	Chemische Einflüsse auf nicht- metallisch-anorganische Baustoffe und Korrosionsschutz .....	138	6.1	Grundlagen der Bearbeitungs- prozesse .....	187
4.6.1	Gesteinsbaustoffe/Natursteine.....	138	6.2	Chemische Untersuchung nicht- metallisch-anorganischer Baustoffe ...	188
4.6.2	Betonkorrosion .....	141	6.2.1	Chemisch-analytische Methoden .....	188
4.6.2.1	Lösende Betonkorrosion .....	143	6.2.2	Wässer und Böden.....	190
4.6.2.2	Treibende Betonkorrosion .....	146	6.2.3	Bindemittel, Mörtel und Betone .....	193
4.6.2.3	Beurteilung der Korrosionsmedien .....	153	6.2.4	Natursteine und Betonzuschläge.....	196
4.6.2.4	Korrosionsschutz des Betons .....	155	6.3	Chemische Untersuchung organischer Baustoffe.....	197
4.6.3	Keramische Baustoffe .....	159	6.4	Physikalisch-chemische Unter- suchung von Baustoffen .....	199
4.6.4	Bauglas .....	160	<b>Literaturverzeichnis.....</b>	<b>203</b>	
4.6.5	Ausblühungen auf nichtmetallisch- anorganischen Baustoffen.....	161	<b>Stichwortverzeichnis.....</b>	<b>205</b>	
<b>5</b>	<b>Chemie der organischen Baustoffe.....</b>	<b>163</b>			
5.1	Grundlagen der Chemie der Kohlenstoffverbindungen .....	163			
5.2	Chemie der Holzbaustoffe .....	163			
5.3	Chemie der bituminösen Baustoffe .....	169			

# 1 Allgemeine Grundlagen für die Baustoffchemie

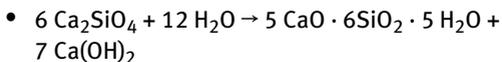
**Die Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen, ihren Eigenschaften, ihrem Aufbau und den Reaktionen, die zu neuen Stoffen führen.**

Naturwissenschaftliche Kenntnisse sind neben technischen und ökonomischen Kenntnissen erforderlich, um einen tieferen Einblick in das Geschehen der modernen Technik und Industrie zu erhalten. Die *Herstellung und Verarbeitung* der Baustoffe erfolgen auf der Basis chemischer Reaktionen. Auch die auf ein fertiges Bauwerk einwirkenden *schädigenden oder zerstörenden Einflüsse* sind im Wesentlichen chemischer und physikalischer Natur. Einige Beispiele für derartige chemische Reaktionen sind

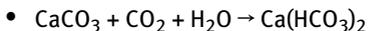
bei der Portlandzement-Bildung:



bei der Portlandzement-Erhärtung:



bei der Einwirkung kalkaggressiver Kohlensäure:



Diese chemischen Gleichungen stellen die Vorgänge in sehr vereinfachter Form dar. Die sichere Beherrschung der stoffwandelnden Prozesse der Baustoffbildung und -zerstörung setzt möglichst genaue Kenntnisse über die im molekularen und Mikrobereich vorliegenden Verhältnisse und ablaufenden Vorgänge voraus. Diese Kenntnisse ergeben sich aus dem Studium

- der Wechselwirkung der Moleküle, Atome und Ionen untereinander
- der Energie, welche die chemische Bindung bestimmt
- der Struktur der reagierenden und entstehenden Teilchen
- der Gleichgewichtszustände und Kinetik stofflicher Systeme.

## **Gemeinsame Eigenschaften der Stoffgemenge<sup>1)</sup>**

Die Massenverhältnisse der beteiligten Stoffe sind in weiten Grenzen variabel. Sie sind durch physikalische Methoden herzustellen und zu trennen (z. B. Sieben, Filtrieren, Kondensieren, Sedimentieren, fraktionierte Destillation, fraktionierte Auflösung, magnetische Verfahren). Sie weisen Schmelz- und Siedetemperaturen auf (Ausnahmen: 1. Schmelztemperatur: eutektische Gemenge; 2. Siedetemperatur: azeotrope Mischungen).

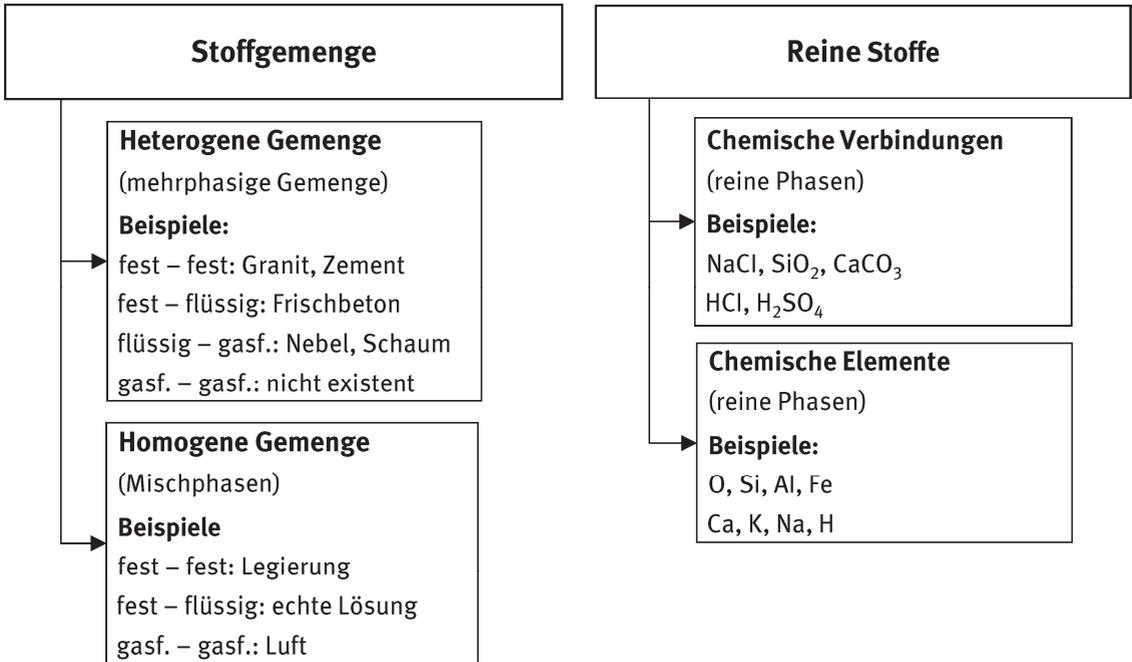
## **Eigenschaften der chemischen Verbindungen**

Die Massenverhältnisse der beteiligten Stoffe sind konstant. Sie sind durch chemische Reaktionen herzustellen und zu trennen<sup>2)</sup> (auch durch sehr energiereiche äußere Einwirkungen). Sie besitzen Schmelz- und Siedetemperaturen (evtl. aber vorher Zersetzung). Kleinste Einheit einer Verbindung: Molekül.

## **Eigenschaften der chemischen Elemente**

Chemische Individuen, die sich durch chemische Verfahren nicht in qualitativ einfachere Individuen zerlegen lassen; kleinste Einheit eines Elementes: Atom.

- 
- 1) Eine Phase bzw. Mischphase ist ein in sich chemisch und physikalisch vollkommen homogenes und abgegrenztes Zustandsgebiet. Die Elemente verbinden sich im Verhältnis ihrer relativen Atommasse oder kleiner ganzer Vielfacher davon (Gesetze der konstanten und der multiplen Proportionen).
  - 2) Bei einer chemischen Reaktion ist die Massensumme der Ausgangsstoffe gleich der Massensumme der Endprodukte (Gesetz von der Erhaltung der Masse). Dabei werden die durch Energieumsetzungen verursachten unwägbaren kleinen Massenänderungen vernachlässigt.

**Tabelle 1.1:** Reine Stoffe und Stoffgemenge

## 1.1 Stoffe

Stoff ist eine bestimmte Strukturform der Materie, die unmittelbar aus Atomen und den davon ableitbaren Ionen und Molekülen aufgebaut ist. Sie haben eine Masse und nehmen einen Raum ein. Es gibt eine unendlich große Vielfalt an Stoffen. Diese können gegliedert werden, wie die Übersicht in Tabelle 1.1 zeigt. Baustoffe sind Stoffgemenge. Es sind Werkstoffe, die zur Fertigung von Bauwerken, d. h. in der Bauindustrie, verwendet werden. Sie können z. B. in die folgenden 3 Hauptgruppen eingeteilt werden:

- metallische Baustoffe (z. B. im Stahl- und Stahlbetonbau)
- nichtmetallisch-anorganische Baustoffe (z. B. im Ziegel-, Naturstein- und Betonbau)
- organische Baustoffe (z. B. im Holzbau, Kunststoffe im Innenausbau und Bautenschutz).

## 1.2 Atombau und chemische Bindung

Die Basis für das Verständnis der Stoffwandlungsprozesse ist die Kenntnis des Atombaus, von dem aus die Elementarvorgänge bzw. Mikroprozesse, die bei der Bildung und Schädigung von Baustoffen in der Praxis ablaufen, erforscht und gekennzeichnet werden können.

Unter Mikroprozessen verstehen wir Vorgänge, die in den kleinsten einheitlichen Stoffgebieten, die in technischen Verfahren auftreten können, ablaufen. Solche Stoffgebiete sind kolloide Feststoffteilchen, Tröpfchen, Blasen sowie Filme an Grenzflächen (z. B. Schmelzen auf festen Teilchen). In ihnen spielt neben den eigentlichen chemischen Vorgängen vor allem die Diffusion eine große Rolle. Durch Diffusion bestimmte Transportvorgänge erweisen sich bei technisch genutzten Reaktionen oft als geschwindigkeitsbestimmend. In manchen Fällen sind die Zusammenhänge zwischen Reaktions- und Diffusionsgeschwindigkeit noch nicht vollständig bekannt.

### 1.2.1 Bau der Atome

Ein Atom kann als die kleinste Einheit der Materie angesehen werden, die durch mechanische oder chemische Mittel erreichbar ist. Ein Atom besteht aus einem Kern, der von elektrisch positiv geladenen Elementarteilchen (Protonen) und etwa gleich schweren elektrisch neutralen Elementarteilchen (Neutronen) gebildet wird. Um den Kern bewegen sich elektrisch negativ geladene Elementarteilchen (Elektronen), sie bilden die Atomhülle. Der Ladungsbetrag (Elementarladung) eines Protons ist gleich dem eines

Elektrons, nur mit umgekehrtem Vorzeichen. Die Summe der positiven Ladungen im Kern (Protonenzahl = Kernladungszahl) ist im Atom gleich der Summe der negativen Ladungen in der Atomhülle. Nach den von NIELS BOHR 1913 entwickelten Vorstellung über den Aufbau der Atome (Atommodell) bewegen sich die Elektronen auf Kreisbahnen um den positiven Atomkern. Es sind aber nicht beliebige Bahnen möglich, sondern nur solche mit bestimmten Abständen vom Kern. Die Elektronen auf der kernnächsten Bahn sind am festesten gebunden; zu ihrer Loslösung aus dem Atomverband wird eine größere Energie benötigt als für Elektronen auf weiter außen liegenden Bahnen. Das Analogon zur Elektronenbahn ist im wellenmechanischen Atommodell (nach HEISENBERG, SCHRÖDINGER und DIRAC) das *Orbital*, das den Raum beschreibt, in dem sich das betreffende Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält. Die Elektronen besitzen Teilchen- und Welleneigenschaften.

Bild 1.1 zeigt die räumliche, stilisierte Darstellung einiger Atomorbitale. Innerhalb des Systems verschiedenartiger Elektronenbahnen bzw. Orbitale sind nur ganz bestimmte Energiezustände möglich. Es können dabei mehrere „Schalen“ (Hauptenergie-

niveaus) unterschieden werden, deren maximale Besetzung  $2 \cdot n^2$  Elektronen beträgt ( $n$  = Hauptquantenzahl = Nummer der Elektronenschale, vom Kern nach außen gezählt):

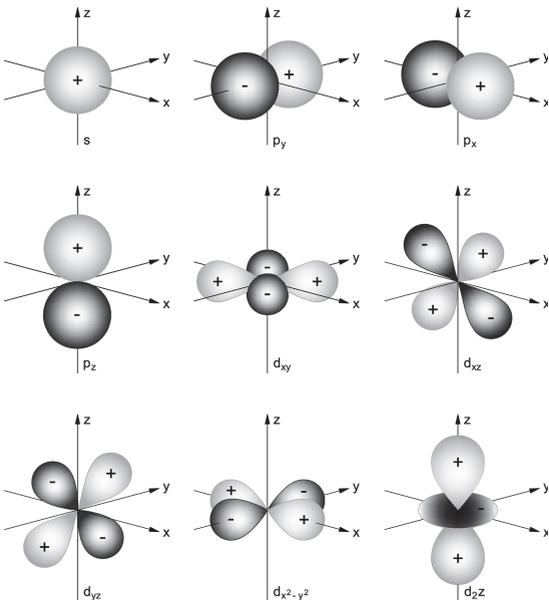
Hauptenergieniveau	K	L	M	N
Hauptquantenzahl ( $n$ )	1	2	3	4
max. Elektronenbesetzung	2	8	18	32

In der O-, P- und Q-Schale wird die maximale Elektronenbesetzung bei den bisher bekannten Elementen nicht erreicht. Die Elektronen eines Hauptenergieniveaus sind in gesetzmäßiger Weise auf verschiedene „Unterschalen“ (Nebenenergieniveaus) verteilt. Diese werden in der Reihenfolge steigender Energie mit s, p, d und f bezeichnet, ihre maximale Besetzung beträgt  $2 \cdot (2l + 1)$  Elektronen ( $l$  = Nebenquantenzahl):

Nebenenergieniveau	s	p	d	f
Nebenquantenzahl ( $l$ )	0	1	2	3
max. Elektronenbesetzung	2	6	10	14

Da in einem Orbital nicht mehr als zwei Elektronen auftreten, bestehen die Nebenenergieniveaus bei maximaler Elektronenbesetzung aus 1 (s), 3 (p), 5 (d) und 7 (f) Orbitalen. Die s-Orbitale haben kugelsymmetrische, die p-Orbitale hantelförmige und die d- und f-Orbitale rosettenartige Gestalt (Bild 1.1). Die Einordnung der Elektronen in die Hauptenergieniveaus 1 (K) bis 4 (N) und in die Nebenenergieniveaus s, p, d und f zeigt Tabelle 1.2.

Die mit steigender Kernladungszahl neu hinzukommenden Elektronen werden jeweils in die dem Kern am nächsten liegenden, damit energieärmsten,



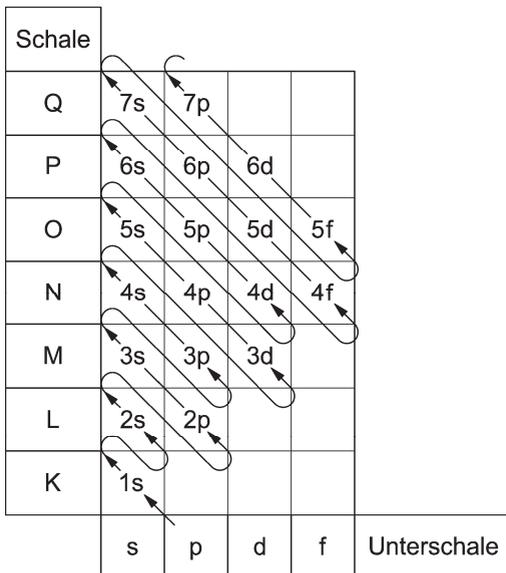
**Bild 1.1:** Räumliche Darstellung der s-, p- und d-Orbitale (schematische Darstellung, Plus- und Minuszeichen geben das Vorzeichen der Wellenfunktionen in den betreffenden Gebieten an) [1]

**Tabelle 1.2:** Einordnung der Orbitale in die Energieniveaus

Hauptenergieniveau	Nebenenergieniveaus					
	s	$\Sigma e$	p	$\Sigma e$	d	$\Sigma e$
1 (K)	1 · 1s	2				
2 (L)	1 · 2s	2	3 · 2p	6		
3 (M)	1 · 3s	2	3 · 3p	6	5 · 3d	10
4 (N)	1 · 4s	2	3 · 4p	6	5 · 4d	10
					7 · 4f	14
$\Sigma e$ = Elektronensumme						

freien Positionen eingebaut. Die Energiestufenfolge der Orbitale in der Elektronenhülle der Atome zeigt Bild 1.1. Eine Elektronenschale erweist sich als besonders stabil, wenn sie ihre maximale Besetzung bzw. Edelgaskonfiguration erreicht hat. Zur vollständigen Beschreibung eines Elektrons im Atom gehören außer der Angabe der Haupt- und Nebenquantenzahl noch die Magnet- ( $m$ ) und Spinquantenzahl ( $s$ ). Eine Zusammenfassung zur Bedeutung und Aussage der Quantenzahl gibt Tabelle 1.3.

**PAULI-Prinzip:** In der Hülle eines Atoms existieren keine Elektronen, die in allen 4 Quantenzahlen und damit in ihrem Energiezustand übereinstimmen. Zur Angabe der Elektronenkonfiguration (Anzahl und Energiezustände der Elektronen eines Atoms) werden die Energiezustände der einzelnen Elektronen der Reihe nach aufgeschrieben. Die Anzahl der Elektronen in jedem Niveau wird rechts über dem Energieniveauzeichen vermerkt.



**Bild 1.2:** Energiestufenfolge der Orbitale in der Elektronenhülle der Elemente <sup>[1]</sup>

**Tabelle 1.4:** Elektronenkonfiguration der ersten Elemente des Periodensystems der Elemente <sup>[2]</sup>

Atom	Orbital-Diagramm					Konfigurationsbezeichnung
	1s	2s	2p			
<sub>1</sub> H	↑					1s <sup>1</sup>
<sub>2</sub> He	↑↓					1s <sup>2</sup>
<sub>3</sub> Li	↑↓	↑				1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
<sub>4</sub> Be	↑↓	↑↓				1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
<sub>5</sub> B	↑↓	↑↓	↑			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
<sub>6</sub> C	↑↓	↑↓	↑	↑		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
<sub>7</sub> N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
<sub>8</sub> O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
<sub>9</sub> F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
<sub>10</sub> Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

### Beispiel 1

Wie werden die Elektronen des Siliciumatoms den Energieniveaus zugeordnet?

*Lösung:*

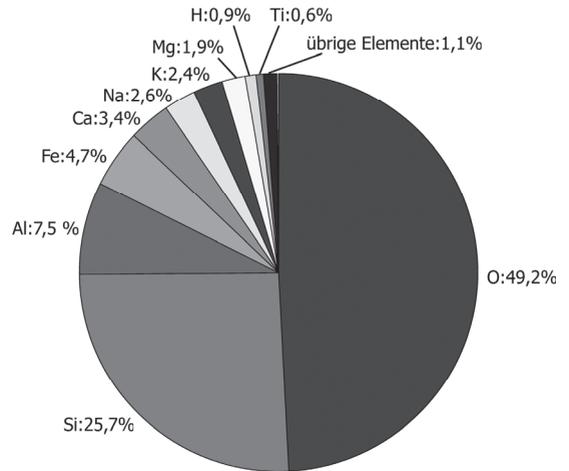
Das Si-Atom mit insgesamt 14 Elektronen (Ordnungszahl 14) hat auf der K-Schale 2, auf der L-Schale 8 und auf der M-Schale 4 Elektronen. Die 4 Elektronen der M-Schale untergliedern sich in zwei gepaarte 3s<sup>2</sup>- und zwei ungepaarte 3p<sup>2</sup>-Elektronen. Bei Abgabe der 4 Elektronen der M-Schale entsteht ein Si<sup>4+</sup>-Ion, das wegen der Edelgaskonfiguration der jetzt noch vorhandenen K- und L-Schale stabil ist (im SiO<sub>2</sub> und den Silikaten).

Ein *Element* ist ein Stoff, der auf chemischem Wege nicht in andere Stoffe zerlegt werden kann. Die Atome eines Elementes haben die gleiche Kernladungszahl. Ein Element besteht also aus gleichartigen Atomen. Die Elemente lassen sich in Metalle und Nichtmetalle einteilen: *Metalle* sind bei Raumtemperatur fest (Ausnahme: Quecksilber), zeigen einen typischen Glanz und leiten elektrische Ladungen und Wärme gut. Entsprechend ihrer Dichte werden Leichtmetalle (< 5 g/cm<sup>3</sup>) und Schwermetalle (> 5 g/cm<sup>3</sup>) unter-

**Tabelle 1.3:** Bedeutung und Aussage der Quantenzahlen

Bezeichnung	Symbol	Werte	Bezeichnung	Aussage
Hauptquantenzahl	$n$	= 1, 2, 3, ...	K, L, M, ...	Beschreibt die Schale des Elektrons
Nebenquantenzahl	$l$	= 0, 1, 2, ... < $n$	s, p, d, f, g, ...	Kennzeichnet die Form der Orbitale
Magnetquantenzahl	$m$	= - $l$ , ..., + $l$		Beschreibt die Orientierung der Orbitale im Raum
Spinquantenzahl	$s$	= + $1/2$ , - $1/2$		Drehrichtung um eigene e <sup>-</sup> -Achse

schieden. *Nichtmetalle* sind schlechte Leiter für elektrische Ladungen und Wärme. Auch haben sie nicht den ausgeprägten Glanz der Metalle. Nichtmetalle sind bei Raumtemperatur fest oder gasförmig (Ausnahme: Brom). Eine scharfe Trennung zwischen Metallen und Nichtmetallen ist nicht möglich; einige Elemente liegen in ihrem Verhalten zwischen beiden (z. B. Silicium und Zinn). Bild 1.3 zeigt, dass die *Erdkruste* (Lithosphäre bis etwa 16 km Tiefe, Atmosphäre und Hydrosphäre) etwa zur Hälfte aus Sauerstoff und zu rund einem Viertel aus Silicium besteht. Alle übrigen Elemente umfassen das restliche Viertel. Mehr als 99 % der Erdrinde bestehen aus den 10 häufigsten Elementen. Von den bisher bekannten 116 Elementen wurden 92 in der Natur gefunden, die übrigen 24 wurden nur künstlich erzeugt. [3]



**Bild 1.3:** Verteilung der Elemente in der Erdrinde unter Einbeziehung der Atmosphäre und der Hydrosphäre in M.-% [2]

### 1.2.2 Periodensystem der Elemente

Die nach ihrer Kernladungszahl geordneten Elemente zeigen eine Periodizität der Eigenschaften, die zur Aufstellung des Periodensystems der Elemente (PSE) führte (D. I. MENDELEJEV, L. MEYER, 1869). Die Periodizität der Eigenschaften beruht aber, wie heute bekannt ist, auf den periodischen Anordnungen der Elektronen (insbesondere der in den äußersten Schalen). Das PSE (Bild 1.4) umfasst folgende Perioden (waagerechte Zeilen):

- Vorperiode (2 Elemente)
- 2 kurze Perioden (je 8 Elemente)
- 2 lange Perioden (je 18 Elemente)
- 2 sehr lange Perioden (je 32 Elemente)

Untereinander stehende Elemente werden zu *Gruppen* zusammengefasst. Nach den „offiziellen“ Konventionen der IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) werden die Elemente in die Gruppe 1 bis 18 mit arabischen Ziffern durchnummeriert. Bei dieser Nummerierung werden die Lanthanoiden und Actinoiden nicht berücksichtigt. Die gerade in Europa noch immer am weitesten verbreitete Benennung ist die nach Haupt- und Nebengruppen getrennte Bezeichnung. Danach werden die Hauptgruppen mit Ia, ... VIIIa/0 durchnummeriert und die Nebengruppen mit Ib, ... VIIIb, wobei die Gruppen 8, 9 und

10 zu einer Gruppe VIIIb zusammengefasst werden. Für einige Gruppen gibt es auch häufig gebrauchte Namen (Tabelle 1.5).

Die *Nebengruppen* werden nach ihrem ersten Element bezeichnet, z. B. Gruppe Ib (11. Gruppe) = Kupfergruppe. Eine Ausnahme bildet die Nebengruppe VIIIb (Gruppe 8–10), in der die oberen drei Elemente als „Eisengruppe“ (Fe, Co, Ni), die mittleren drei als „leichte Platinmetalle“ (Ru, Rh, Pd) und die unteren drei als „schwere Platinmetalle“ (Os, Ir, Pt) bezeichnet werden.

Die Atome der Elemente, die sich in ein und derselben *Periode* befinden, haben die gleiche Anzahl Elektronenschalen. Die Nummer der Hauptgruppe gibt die Anzahl der vorhandenen Außenelektronen an. Die Atome der Nebengruppenelemente haben in der Regel zwei Außenelektronen. Zu dem in der Reihe der Elemente fortschreitenden Aufbau der Elektronenschalen steuern die Hauptgruppenelemente s- und p-Elektronen, die Nebengruppenelemente d-Elektronen, die Lanthanoide und Actinoide f-Elektronen bei.

Hauptgruppen		Nebengruppen										Hauptgruppen						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb			IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa		
s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>	
1 1s	1 H															2 He		
2 2s 2p	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 3s 3p	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4 4s3d4p	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5 5s4d5p	37 Rb	38 Sr:	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6 6s4f5d6p	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Ra
7 7s5f6d7p	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114 Fl	115	116 Lv	117	118

Lanthanoide (4f-Elemente)	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinoide (5f-Elemente)	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

**Bild 1.4:** Periodensystem der Elemente (PSE)

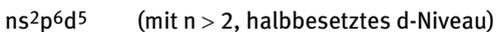
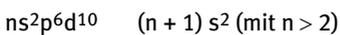
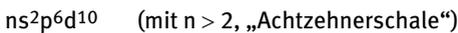
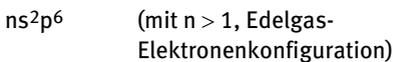
Nichtmetalle (dunkelgrau), Halbmetalle (hellgrau), Metalle (weiß) [1] [3]

**Tabelle 1.5:** Namen und Gruppenbezeichnungen ausgewählter Gruppen im Periodensystem [1] [2]

Name	Hauptgruppennummer	neue Gruppennummer
Alkalimetalle	Ia	1
Erdalkalimetalle	IIa	2
Erdmetalle, Borgruppe, Triele	IIIa	13
Kohlenstoffgruppe, Tetrele	IVa	14
Stickstoffgruppe, Pentele,	Va	15
Chalkogene	VIa	16
Halogene	VIIa	17
Edelgase	0 \ VIIIa	18

### 1.2.3 Bindungsarten und Wertigkeiten

Chemische Verbindungen bilden sich stets dann, wenn durch eine Umgruppierung der in den äußeren Elektronenschalen der Atome befindlichen Elektronen, den sog. *Valenzelektronen*, eine größere Stabilität erreicht wird. Diese neuen Gruppierungen haben einen geringeren Energieinhalt, als die Summe der einzelnen vorherigen Energieinhalte beträgt. Die Stärke der Bindung wird durch das Ausmaß der Überlappung der Orbitale bestimmt. Besonders stabile und damit beim Eingehen in Verbindungen angestrebte Elektronenkonfigurationen sind:



Die chemische Bindung lässt sich in 3 verschiedene Bindungsarten unterteilen:

- Atombindung
- Ionenbindung
- Metallbindung

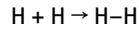
Atombindungen bilden sich bevorzugt zwischen Nichtmetallen aus, Ionenbindungen sind charakteristisch für Bindungen zwischen Metall und Nichtmetall und die bevorzugte Bindung zwischen zwei Metallen ist die Metallbindung.

Darüber hinaus existieren auch noch schwache Bindungen, wie die *Wasserstoffbrückenbindung* und die *Van-der-Waals-Wechselwirkungen*, die jedoch keine eigentlichen Bindungen zwischen Molekülen oder Atomen darstellen, sondern Wechselwirkungen, die bereits bei geringer Energiezufuhr wieder gebrochen werden.

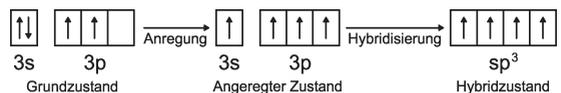
#### Atombindung

*Atombindungen*, auch als kovalente Bindung oder Elektronenpaarbindung bezeichnet, liegen zwischen

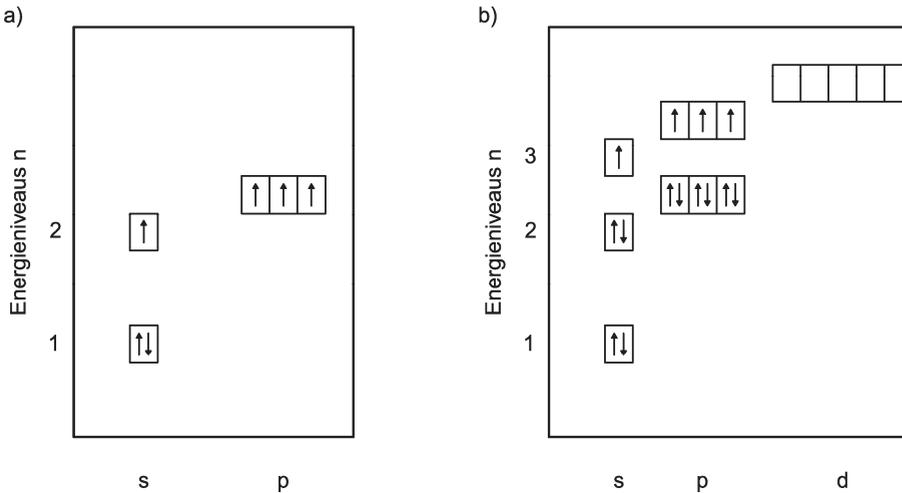
den Atomen eines *Moleküls* vor. Dabei kommt es durch Überlappung einfach besetzter Orbitale zur Bildung von Molekülorbitalen, die als Valenzstriche vereinfacht dargestellt werden können:



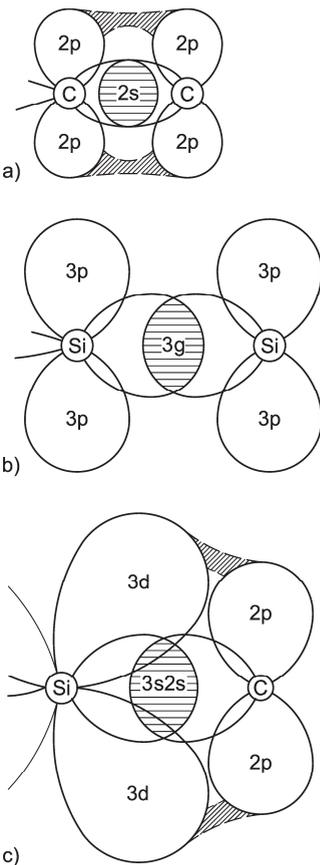
Vom *Silicium*, das den größten Teil der nichtmetallisch-anorganischen Baustoffe bildet, gehen 4 gleichartige Atombindungen aus, obwohl im Grundzustand nur 2 ungepaarte 3p-Elektronen vorliegen, was eine Zweibindigkeit zur Folge haben müsste. Zur Erklärung dieses Widerspruchs wird eine  $sp^3$ -Hybridisierung angenommen. Durch Anregung (Energiezufuhr) geht ein Elektron aus dem s- in den p-Zustand über und durch Kombination (Hybridisierung) entstehen 4 gleichartige  $sp^3$ -Hybridorbitale (Bild 1.5). Das *Siliciumatom* hat im Bindungszustand (Bild 1.6) bereits ein d-Orbital, das zwar im Grundzustand unbesetzt ist, aber bei geeigneten Voraussetzungen mit in die Valenzbetätigung einbezogen werden kann. Beim *Kohlenstoffatom* ist eine solche Möglichkeit, da kein d-Orbital vorhanden ist, ausgeschlossen; es kommt zur Bildung stabiler C-C-Ketten, in denen  $\sigma$ - und  $\pi$ -Bindungsanteile (Doppelbindung) vorliegen (Bild 1.7).  $\sigma$ -Bindungen sind rotationsymmetrisch zur Kernverbindungsachse,  $\pi$ -Bindungen nicht. Der größere Atomradius des Siliciums (größere Abstände) verhindert die Ausbildung von  $\pi$ -Bindungen in Si-Si-Ketten, was ihre geringe Stabilität erklärt. Werden jedoch die d-Niveaus des Si in die Bindung einbezogen, so kommt es zu Überlappungen mit den p-Niveaus von Nachbaratomen (Bild 1.7). Dies erklärt die hohe Festigkeit der Si-O-Bindung, da das Sauerstoffatom als Elektronendonator für die unbesetzten d-Niveaus des Si wirkt.



**Bild 1.5:** Hybridisierung von Atomorbitalen beim Siliciumatom zur Erklärung dessen Vierwertigkeit (Die entgegengesetzte Richtung der Pfeile gibt den antiparallelen Spin der Elektronen an) [1]



**Bild 1.6:** Energieniveaus der Elektronen des Kohlenstoffs (a) und des Siliciums (b) im Bindungszustand



**Bild 1.7:** Bindungsorbitale (Überlappungen von Atomorbitalen) der a) C-C-; b) Si-Si-; c) Si-O-Bindung

Sind 2 verschiedene Atome an einer Atombindung beteiligt, so wird das bindende Elektronenpaar in Richtung des Partners mit der stärkeren Elektronegativität verlagert, symbolisiert durch einen Keil anstelle eines Valenzstriches:  $\text{Si} \blacktriangleleft \text{O}$ . Die Bindung wird als *polarisierte Atombindung* oder Atombindung mit Ionencharakter  $I$  bezeichnet. Um die Stärke des Ionencharakters abzuschätzen, wird die *Elektronegativität* benötigt. Diese gibt an, wie stark ein Atom Bindungselektronen anzieht (Tabelle 1.6). Zur Berechnung von  $I$  aus den Elektronegativitäten  $x$  in schwächer polaren Bindungen dient die Gleichung von PAULING:

$$I = \left(1 - e^{-0,25(x_A - x_B)^2}\right) \cdot 100$$

und in stärker polaren Bindungen die Gleichung von HANNY-SMITH:

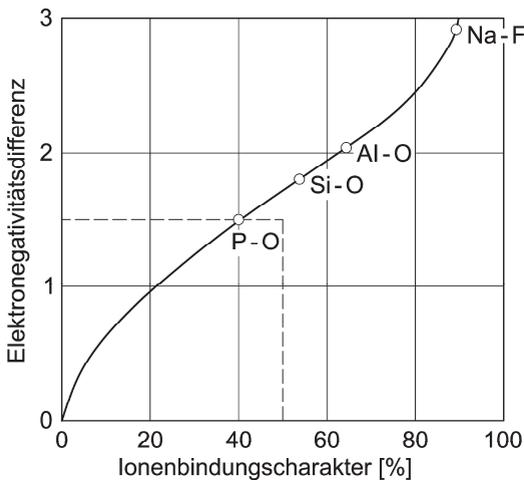
$$I = 16 \cdot (x_A - x_B) + 3,5 \cdot (x_A - x_B)^2$$

Je größer die Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Atome in einer Atombindung ist, umso größer ist die Polarität dieser Bindung (Bild 1.8).

Die polarisierte Atombindung führt zur Entstehung von *Dipolmolekülen*, in denen der Schwerpunkt der *negativen* Ladungen nicht mit dem Schwerpunkt der positiven Kernladungen zusammenfällt. Ein typisches Beispiel dafür ist das *Wassermolekül*, das durch die Anordnung der Elektronen

**Tabelle 1.6:** Elektronegativitäten der Hauptgruppenelemente (nach PAULING) [4]

Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa
H 2,2						
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2



**Bild 1.8:** Ionenbindungscharakter chemischer Bindungen (Übergang Atombindung – Ionenbindung). Je größer die Differenz der Elektronegativitäten der miteinander verbundenen Atome, umso stärker der Ionencharakter.

und Protonen (Bild 2.1) einen tetraedrischen Bau hat. Die Stärke eines Dipols wird durch die *Dielektrizitätskonstante* (*DK*) quantitativ ausgedrückt; Wasser zeigt bei 25 °C eine *DK* von 78,54 (zum Vergleich: Ethanol = 25,8; Benzol = 2,2; Oktan = 1,1). Die hohe Polari-

tät des Wassermoleküls hat das ausgezeichnete *Lösevermögen* des Wassers für Salze und Verbindungen aus polaren Molekülen wie Zucker zur Folge und führt dazu, dass die *Hydratation*, eine bei der Bindemittelerhärtung wesentliche Reaktion, abläuft bzw. überhaupt möglich ist.

Eine polarisierte Atombindung, bei der beide Bindungselektronen vom gleichen Bindungspartner stammen, wird als *koordinative Atombindung* bezeichnet. Dieser Sonderfall der Atombindung tritt in Komplexverbindungen (Verbindungen höherer Ordnung) auf. Bei der Komplexbildung werden an ein Atom (Zentralatom) andere Atome, Ionen oder Moleküle (Liganden) gebunden. Beispiele für Komplexionen sind:

- Hydroxokomplexe, z. B.  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$
- Aquakomplexe, z. B.  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
- Oxokomplexe, z. B.  $\text{SO}_4^{2-}$  (Hier werden die eckigen Klammern weggelassen.)

Typisch für Komplexsalze ist ihre elektrolytische Dissoziation, bei der Komplexionen erhalten bleiben:

- $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $[\text{Ca}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})](\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Ca}(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})]^{2+} + 2 \text{OH}^-$  löslicher Zuckerkalk

Zur Nomenklatur der Komplexverbindungen einige Beispiele:

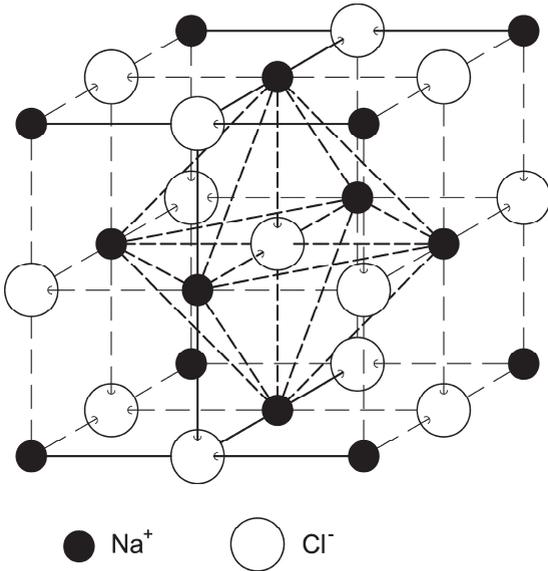
- $\text{H}_2\text{SiF}_6$  Hexafluorokieselsäure
- $\text{Ca}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]_2$  Tricalciumbis(hexahydroxoaluminat)

### Ionenbindung

*Ionenbindungen* oder auch ionische Bindungen liegen vor, wenn die Polarisierung durch den Unterschied in der Elektronegativität so stark wird, dass das bindende Elektronenpaar ganz an das elektronegativere Atom übergeht (Bildung eines Atomorbitals anstelle eines Molekülorbitals). Dabei bilden die elektropositiven Metalle *positive* Ionen (Kationen) und die elektronegativen Nichtmetalle *negative* Ionen (Anionen), z. B.



Im festen Zustand bildet Natriumchlorid ein Ionengitter mit der Koordinationszahl 6, d. h., es liegen im Gitter  $\text{NaCl}_6^-$ - und  $\text{ClNa}_6^+$ -Oktaeder vor (Bild 1.9).



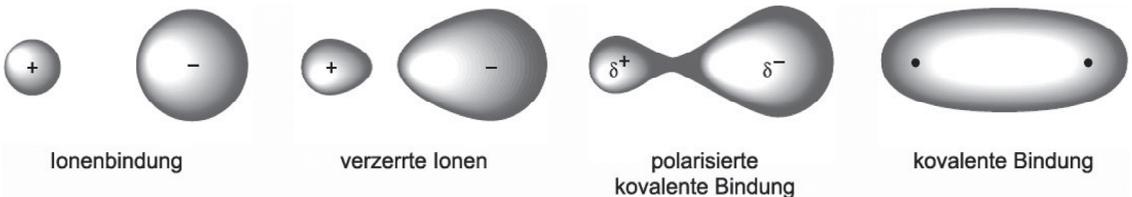
**Bild 1.9:** Koordinationsoktaeder im Steinsalzgitter (NaCl)

Entscheidend dafür, ob sich eine Ionenbindung oder Atombindung ausbildet, ist die Elektronegativitätsdifferenz der Bindungspartner. Der eine Extremfall ist die *reine Ionenbindung*, bei der ein Metallatom mit sehr geringer Elektronegativität ein Elektron vollständig abgibt und ein Nichtmetallatom mit sehr

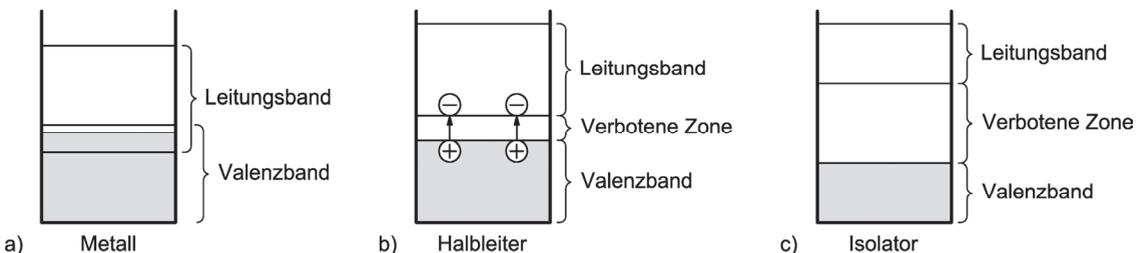
hoher Elektronegativität dieses Elektron aufnimmt (Bild 1.10). Der Fall der reinen Atombindung, in der sich zwei Atome völlig gleichberechtigt die Bindungselektronen teilen, liegt nur bei Bindungen zwischen gleichen Atomen vor, bei denen die Elektronegativitätsdifferenz Null ist, wie dies z. B. bei H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> oder Cl<sub>2</sub> der Fall ist (Bild 1.10). In allen anderen Fällen liegen keine reinen Atom- oder Ionenbindungen vor, sondern mehr oder weniger verzerrte Ionen bzw. polarisierte kovalente Bindungen, wie sie bereits bei der Atombindung besprochen wurden. Die Übergänge dazwischen sind fließend. Nimmt man einen Ionenbindungsanteil von 50 % als Grenze zwischen Atom- und Ionenbindung, so kommt man durch den in Bild 1.8 aufgetragenen Zusammenhang auf eine Elektronegativitätsdifferenz von 1,7.

### Metallbindungen

*Metallbindungen*, auch als metallische Bindungen bezeichnet, liegen zwischen den Atomen eines metallischen Kristallgitters vor. Die im metallischen Gitter befindlichen Metallatome haben nur schwach gebundene Valenzelektronen, die abgegeben werden können. Diese sind als „Elektronengas“ („Gas“ in Analogie zur Beweglichkeit von Gasmolekülen) relativ frei beweglich und die Ursache für die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle.



**Bild 1.10:** Übergänge zwischen der reinen Ionenbindung und der reinen kovalenten Bindung [2]



**Bild 1.11:** Energiebändermodelle; a) Energiebänder eines metallischen Leiters; b) Valenzbänder und Leitungsbänder eines Halbleiters und c) eines Isolators [1]

Durch elektrostatische Wechselwirkung (delokalisierte Molekülorbitale) zwischen den Metallrümpfen (Metallionen) und dem Elektronengas wird das Gitter zusammengehalten. Nach dem *Bändermodell* (Energieniveaus als Bänder, da die Elektronen des gleichen Niveaus geringere Energieunterschiede zeigen) befinden sich die äußeren Elektronen eines Metalls im *Valenzband (VB)*. Bei allen Metallen überlappt das Valenzband mit dem *Leitungsband (LB)*, welches das nächste Energieniveau darstellt, das sich über dem Valenzband befindet. Durch diese Überlappung kommt die gute Leitfähigkeit der Metalle zustande. Der Übergang von Elektronen vom Valenzband in das Leitungsband bewirkt die elektrische Leitfähigkeit der Metalle (Bild 1.11a). Ist der Abstand zwischen Valenz- und Leitungsband sehr groß (Bild 1.11c), so liegt ein *Isolator* vor. Ist jedoch der Abstand nur gering, so können durch Energiezufuhr (Licht oder Wärme) Elektronen in das Leitungsband angeregt werden und dadurch eine Leitfähigkeit des Stoffes verursachen (*Halbleiter*, Bild 1.11b).

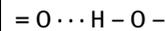
Der unterschiedliche Aufbau von Ionengittern, mit ihren festen Positionen von Kationen und Anionen, und den Metallen, in denen das Elektronengas frei beweglich ist (elektrische Leitfähigkeit), erklärt auch das sehr unterschiedliche Verformungsverhalten. Bei Metallen führt die Verschiebung von Gitterebenen gegeneinander nicht zu Abstoßungskräften und es kommt zu einer plastischen Verformung. Bei Ionenkristallen führt die Verschiebung der Schichten zur starken Abstoßung gleich geladener Ionen, was deren sprödes Verhalten erklärt (Bild 1.12).

### Schwache Bindungen

Zwischen Molekülen mit abgesättigten Valenzen treten zusätzliche Anziehungskräfte auf, die als VAN-

DER-WAALSsche Kräfte bezeichnet werden. Tabelle 1.7 gibt eine Übersicht über die verschiedenen zwischenmolekularen Bindungskräfte. Wie der Faktor  $r^6$  bzw.  $r^4$  im Nenner zeigt, nimmt die Reichweite dieser Kräfte sehr schnell mit zunehmendem Abstand ab. Zwischenmolekulare Wechselwirkungen prägen eine Reihe physikalischer Eigenschaften, wie Viskosität, Oberflächenspannung, Löslichkeit, Mischbarkeit, Dampfdruck, Adhäsion, Kohäsion, Adsorption u. a.

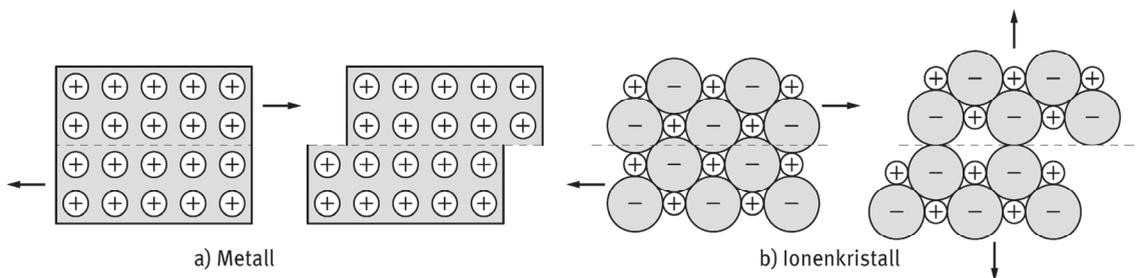
Einen besonderen Fall zwischenmolekularer Wechselwirkung, der bei der Erhärtung der Bindefaustoffe von besonderer Bedeutung ist, stellt die *Wasserstoffbrückenbindung* dar, die vor allem in Verbindungen mit OH-Gruppen vorliegt und auf der Tatsache beruht, dass ein Energiegewinn erzielt wird, wenn ein Proton *zwei* möglichst großen Atomhüllen, etwa zwei Sauerstoffatomen, angehören kann:



Auf der Ausbildung von H-Brückenbindungen beruhen die Besonderheiten der *Struktur des Wassers*, die für viele besondere Eigenschaften des Wassers (Anomalien) verantwortlich sind.

**Tabelle 1.7:** Zwischenmolekulare Bindungskräfte

Bezeichnung	Bindungsenergie $E =$	Erläuterung der Symbole
Dipol-Dipol-Kräfte	$\frac{6\mu_1\mu_2}{r^4}$	$\mu$ Dipolmoment $r$ Abstand
Induktionskräfte	$\frac{2\alpha\mu^2}{r^6}$	$\alpha$ Polarisierbarkeit
Dispersionskräfte	$\frac{3\alpha^2 I}{4r^6}$	$I$ Ionisierungsenergie



**Bild 1.12:** Werkstoffverhalten bei der Verformung; a) plastisches Verhalten bei der Verformung von Metallen; b) sprödes Verhalten bei der Verformung von Ionenkristallen [1]

## Wertigkeiten

Man unterscheidet verschiedene *Wertigkeitsarten* in Abhängigkeit von der Bindungsart und dem Zweck, für den diese Angabe benötigt wird. Die *stöchiometrische Wertigkeit* gibt an, wie viele als einwertig erkannte Atome oder Atomgruppen ein Atom eines Elementes binden oder ersetzen kann. Einwertig sind z. B. Wasserstoff und Fluor, sodass sich für Sauerstoff die Wertigkeit II (z. B.  $\text{H}_2\text{O}$ ) und für Silicium IV (z. B.  $\text{SiF}_4$ ) ergibt. Im  $\text{KMnO}_4$  ist das Mn VII-wertig. Bei der Reduktion wird das Mn in saurer Lösung II-wertig und in basischer oder neutraler Lösung IV-wertig.

Die *Ionenwertigkeit* gibt die Anzahl der Ladungen an, die ein Ion hat, wobei zwischen positiver und negativer Wertigkeit unterschieden wird. Die *Bindungswertigkeit* gibt an, wie viel Atombindungen von einem Atom ausgehen.

Die *Oxidationszahl* gibt an, welche Ladung ein Atom in einer Verbindung hätte, wenn diese aus Ionen aufgebaut wäre. Die so festgelegte Ladung hat oft nur formalen Charakter, und zwar immer dann, wenn es sich nicht um reine Ionenverbindungen handelt. Ihre praktische Bedeutung besteht darin, dass mit ihrer Hilfe sehr leicht Redox-Gleichungen aufgestellt werden können. Die Bindungselektronen werden dem Partner mit der größeren Elektronegativität (Tabelle 1.6) voll zugeordnet. Tabelle 1.8 zeigt Bei-

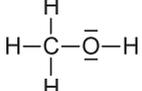
spiele für die Art der Angabe der Wertigkeiten in chemischen Formeln.

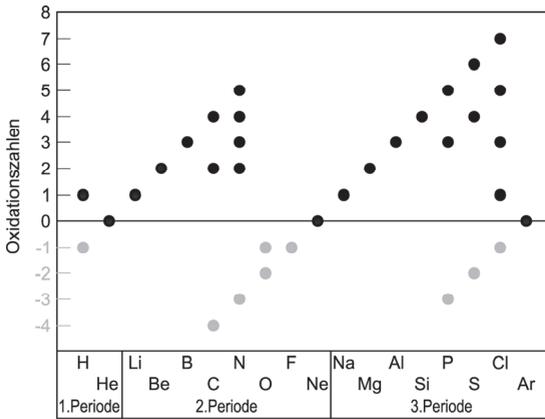
Nützliche Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen sind [2]:

1. Einzelne Atome oder ein Atom in einem Element haben die Oxidationszahl Null.
2. Fluor hat als elektronegativstes Element in allen Verbindungen die Oxidationszahl -I.
3. Sauerstoff hat als zweit-elektronegativstes Element meistens die Oxidationszahl -II. Ausnahmen: wenn O-Atome miteinander verbunden sind (Peroxide, Hyperoxide).
4. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +I, in Metallhydriden die Oxidationszahl -I.
5. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist identisch mit seiner Ionenladung.
6. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls (mehratomiges „Ion“ mit Ladung Null) ist Null.
7. In Verbindungen der Nichtmetalle ist die Oxidationszahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt.

In Bild 1.13 sind die wichtigsten Oxidationszahlen der Elemente der ersten drei Perioden aufgeführt.

**Tabelle 1.8:** Wertigkeitsarten

Wertigkeit	Art der Angabe (Beispiele)		
Stöchiometrische Wertigkeit	I II $\text{H}_2\text{O}$	III I $\text{NH}_3$	II IV II $\text{Ca}_2\text{SiO}_4$
Ionenwertigkeit	$\text{SiO}_4^{4-}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{H}_3\text{O}^+$
Bindungswertigkeit (Bindigkeit)	$\text{I} \overline{\text{Cl}} - \overline{\text{Cl}} \text{I}$		
Oxidationszahl	+I -II $\text{H}_2\text{O}$	$\pm 0$ $\text{N}_2$	+II +IV -II $\text{CaSiO}_3$



**Bild 1.13:** Wichtige Oxidationszahlen der Elemente der ersten drei Perioden [1]

**Tabelle 1.9:** Dissoziationsenergien bei 25 °C [5]

Bindung	$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	Bindung	$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Si-O	444	O-H	463
Si-Cl	398	O=O	498
Si-H	323	H-H	436
Si-S	226	C-H	416
Si-Si	222	C-O	358
Al-O	364	C=O	729
Fe-O	376	Ca-O	564

**1.2.4 Festigkeit chemischer Bindungen**

Die *Festigkeit chemischer Bindungen* ergibt sich aus der Energiemenge, die zu ihrer Lösung (Dissoziation) notwendig ist. Eine Auswahl experimentell bestimmter Bindungsenergien zeigt Tabelle 1.9, wobei sich die Zahlenangaben auf 1 mol = 6,022·10<sup>23</sup> Bindungen beziehen.

Die Bindungsenergien der verschiedenen Bindungsarten liegen in folgenden Größenordnungen:

- Atom-, Ionen- und Metallbindungen:  
40 bis 600  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- Wasserstoffbrückenbindungen:  
20 bis 40  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
- zwischenmolekulare Bindungen:  
4 bis 25  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Die Bindung zwischen Kohlenstoffatomen kann gesättigt (Einfachbindung, Bindungsenergie =

348  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ ) oder ungesättigt (Doppelbindung, Bindungsenergie = 599  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ ; Dreifachbindung, Bindungsenergie = 821  $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ ) sein. Die Reaktionsfähigkeit der ungesättigten Bindungen hängt damit zusammen, dass sie schwächer als die doppelte bzw. dreifache Stärke der Einfachbindung sind.

**1.3 Zustand der Stoffe**

In den gegenseitigen Beziehungen der Atome, Moleküle und Ionen eines Stoffes können zwei Grenzverhaltensweisen vorliegen:

- Völlige, ungeordnete Unabhängigkeit jedes Teilchens von anderen Teilchen (Zustand des idealen Gases)
- Einfügung aller Teilchen in ein durchgängiges Ordnungssystem (Zustand des idealen Kristalls).

Zwischen diesen beiden Zuständen der maximalen *Unordnung* und der maximalen Ordnung liegen die in der Praxis auftretenden realen Stoffe im gasförmigen, flüssigen und festen Zustand.

**1.3.1 Gasförmiger und flüssiger Zustand**

Zur Beschreibung des gasförmigen Zustands werden die Zustandsgrößen

- Druck (*p*)
- Volumen (*V*)
- Temperatur (*T*)
- Masse (*m*)

verwendet. Der Druck z. B. ist eine Funktion von *V*, *T* und *m*, die ihren quantitativen Ausdruck in der *idealen Zustandsgleichung* findet:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

oder

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

*M* molare Masse  $\left[\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right]$

*R* allgemeine Gaskonstante = 8,3145  $\left[\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right] =$

0,081  $\left[\frac{\text{l} \cdot \text{bar}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right]$

*n* Stoffmenge [mol]

**Beispiel 2**

Wie viel m<sup>3</sup> Kohlendioxid fallen beim Brennen von 150 t Kalkstein (Tagesleistung eines Kalkschachtofens) bei einer